

Asignatura : Química

Curso: 4° Medio

SD3: Soluciones

“Unidades de concentración y propiedades coligativas”

Profesora: Lisset Huenchupan



**Instituto  
Claret**

# Fracción molar...

Se expresa la cantidad de moles de cada componentes en relación a la totalidad de los moles de la disolución.

## FRACCION MOLAR DEL SOLUTO

Donde:

X soluto : fracción molar de soluto

n soluto : número de moles de soluto medido en [ mol ]

n solvente : número de moles de solvente medido en [ mol ]

$$X_{\text{soluto}} = \frac{n_{\text{soluto}}}{n_{\text{soluto}} + n_{\text{solvente}}}$$

## FRACCION MOLAR DEL SOLVENTE

Donde:

X solvente : fracción molar de solvente

n soluto : número de moles de soluto medido en [ mol ]

n solvente : número de moles de solvente medido en [ mol ]

$$X_{\text{solvente}} = \frac{n_{\text{solvente}}}{n_{\text{soluto}} + n_{\text{solvente}}}$$

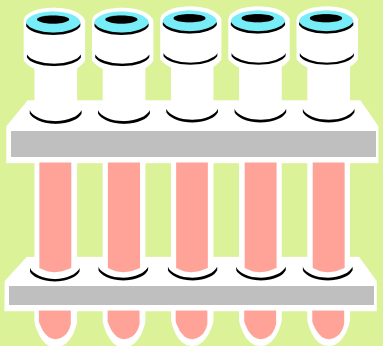
## FRACCION MOLAR TOTAL

Donde:

X soluto : fracción molar de soluto

X solvente : fracción molar de solvente

$$X_{\text{soluto}} + X_{\text{solvente}} = 1$$



# Ejemplo ...

## Datos

a soluto= 120 g CH<sub>3</sub>COOH.

a solvente= 324 g H<sub>2</sub>O

X soluto = ?

X solvente = ?

## Fórmulas a utilizar

$$X = \frac{n \text{ soluto o } n \text{ solvente}}{n \text{ totales}}$$

$$n = \frac{\text{masa}}{\text{Masa Molar}}$$

## Paso 1: Cálculos de moles soluto y solvente

MM CH<sub>3</sub>COOH = 60 g/mol

MM H<sub>2</sub>O 18 g / mol

MOLES DEL SOLUTO=  $\frac{120 \text{ g}}{60 \text{ g/mol}} = 2 \text{ moles}$       MOLES DEL SOLVENTE=  $\frac{324 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 18 \text{ moles}$

## Paso 2: Aplicar fórmula Fracción molar

$$X \text{ solu} = \frac{2}{2 + 18} = 0.1 \text{ moles}$$

$$X \text{ solv} = \frac{18}{2 + 18} = 0.9 \text{ moles}$$

Respuesta ∴ La fracción molar es:

- Fracción molar del soluto 0.1 mol
- Fracción molar del solvente 0.9 mol
- Fracción molar de la solución 1 mol



# Otras unidades...

**Partes por Millón:** Una parte por millón (ppm) puede referirse a 1 mg ( $10^{-3}$  g) en 1 kg ( $10^3$  g) de solución (ppm en masa), a 1 mg en 1 L ( $10^3$  mL) para soluciones acuosas diluidas, o a 1 mL en 1 m<sup>3</sup> ( $10^3$  L) en el caso de gases.

Ejemplo:

Una muestra de 300 g de una solución contiene 3 g de ion calcio ( $\text{Ca}^{2+}$ ), ¿cuál es la concentración del ion en partes por millón?

- A) 1 ppm
- B) 10 ppm
- C) 100 ppm
- D) 1000 ppm
- E) 10000 ppm

1 ppm = 1 g en 1 millón ( $10^6$ ) de g

Si hay 3 g en 300 g de solución, ¿cuántos g habrán en 1 millón de g?

$$\frac{3 \text{ g de Ca}^{2+}}{X} = \frac{300 \text{ g de solución}}{1.000.000 \text{ g de solución}}$$

$$X = \frac{3 \times 1.000.000}{300}$$

$$X = 10.000 \text{ ppm}$$



**Normalidad:** Es el número de equivalentes gramos de soluto contenidos en un litro de solución.

$$N = \frac{\text{eq-g solu}}{V \text{ (litro)}}$$

- **Se define como el número de equivalente-gramo (eq-g) de soluto en 1000 ml de solución**

Cual es la normalidad de una solución que contiene 2 g de  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  en 250 ml de solución

$$\begin{array}{r} 2 \text{ g} \qquad \qquad 250 \text{ ml} \\ x \qquad \qquad \qquad 1000 \text{ ml} \\ \\ x = 8 \text{ g} \end{array}$$

$$\begin{array}{r} \text{PE} = \text{PM} = 74 = 37 \\ \quad 2 \quad 2 \qquad \qquad \qquad 1 \text{ eq-g} \qquad 37 \text{ g} \\ \qquad \qquad \qquad \qquad \qquad \qquad \quad x \qquad \qquad 8 \text{ g} \\ \qquad \qquad \qquad \qquad \qquad \qquad \qquad \qquad \qquad x = 0,216 \text{ N} \end{array}$$

**2 = carga del ion.**

# Dilución...

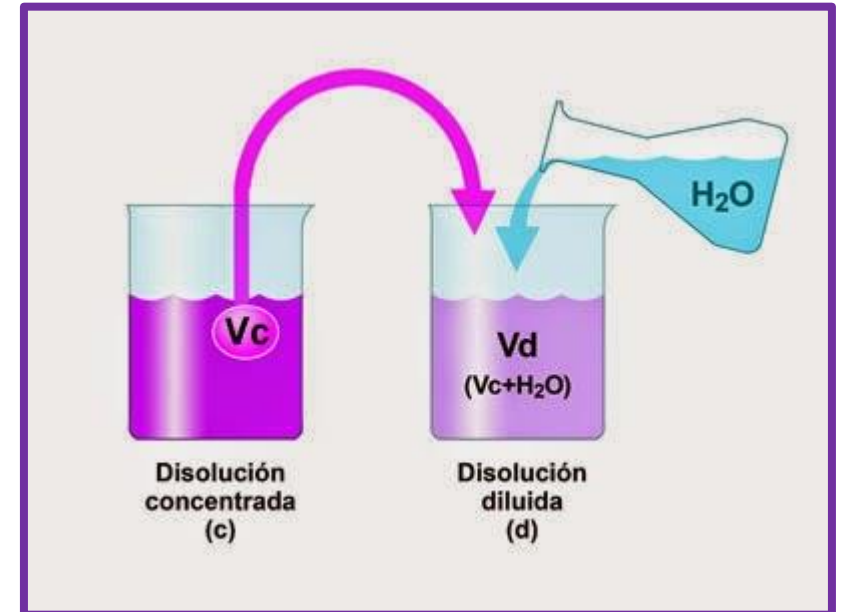
- Cuando a una solución de una determinada concentración se le adiciona más solvente, la solución se **diluye**.
- Lo único en común entre la solución concentrada y la solución diluida es el **número de moles de soluto**.
- Un volumen ( $V_1$ ) de la solución inicial de concentración ( $C_1$ ), contiene los moles  $n = C_1 \times V_1$ . Si se adiciona solo solvente, la concentración de la solución final será  $C_2$  (concentración 2) en un volumen mayor ( $V_2$ ), tal que los moles serán  $n = C_2 \times V_2$ . En suma:

$$C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2$$

Ejemplo:

- Con esta sencilla relación permite obtener la concentración final de la solución diluida. Por ejemplo, si a  $V_1 = 0,500$  L de la solución de  $C_1 = 1,71$  mol/L se le agrega agua hasta que su volumen sea  $V_2 = 0,750$  L, su nueva concentración es:

$$C_2 = \frac{C_1 \times V_1}{V_2} = \frac{(1,71 \text{ mol/L})(0,500 \text{ L})}{(0,750 \text{ L})} = 1,14 \text{ mol/L}$$



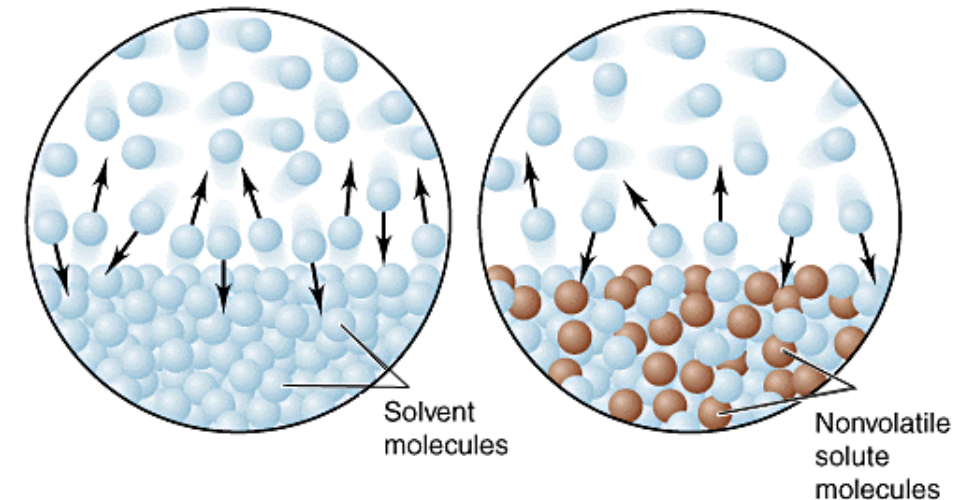
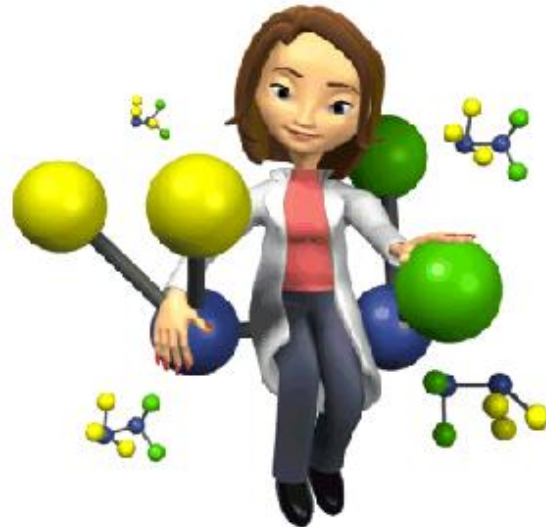


# Propiedades coligativas


Son propiedades que dependen directamente del número de partículas de soluto en la solución y no de la naturaleza de las partículas de soluto.

Las propiedades coligativas son:

- Disminución de la presión de vapor (tonoscopia).
- Elevación del punto de ebullición (ebulloscopia).
- Disminución del punto de congelación (crioscopia).
- Presión osmótica.

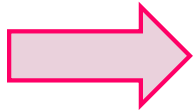


# Disminución de presión de vapor



Al añadir un soluto no volátil a un disolvente, se producirá un descenso en la presión de vapor del disolvente.

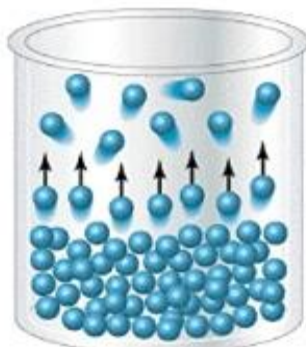
Ley de Raoult



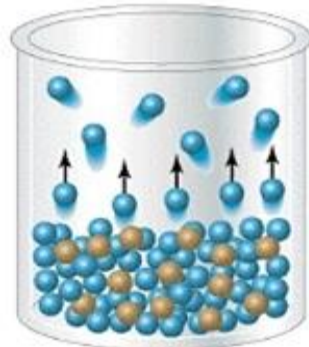
$$P_A = P_A^\circ x_A$$

Donde:

- $P_A$  = Presión parcial del disolvente en una disolución.
- $P_A^\circ$  : Presión de vapor del disolvente puro.
- $X_A$  : Fracción molar del disolvente en la disolución.



Solvent



Solution

Aplicación: → Diseño y fabricación de contenedores.

- Gases
- Solventes volátiles
- Sust. Explosivas



Calcule el descenso de la presión de vapor del agua, cuando se disuelve 5,67 g de glucosa  $C_6H_{12}O_6$  en 25,2 g de agua a  $25^\circ C$ . La presión de vapor de agua a  $25^\circ C$  es de 23.8 mm Hg

$$\text{moles de soluto} = \frac{\text{masa}}{MM} = \frac{5,67 \text{ g}}{180 \text{ g/mol}} = 0,0315 \text{ moles}$$

$$\text{moles de solvente} = \frac{\text{masa}}{MM} = \frac{25,2 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 1,4 \text{ moles}$$

$$X_{\text{soluto}} = \frac{\text{moles soluto}}{\text{moles totales}} = \frac{0,0315 \text{ moles}}{(0,0315 + 1,4) \text{ moles}} = 0,022$$

$$P_A = P_A^\circ * X_B = 23,8 * 0,022 = 0,5236 \text{ mm Hg}$$

# Elevación del punto de ebullición



Cualquier disminución en la presión de vapor (como al añadir un soluto no volátil) producirá un aumento en la temperatura de ebullición de la disolución.

$$\Delta T_{eb} = T_{eb} - T_{eb}^{\circ} = K_{eb} m$$

Donde:

- $T_{eb}$  : punto de ebullición de la disolución.
- $T_{eb}^{\circ}$  : punto de ebullición del disolvente puro.
- $K_{eb}$  : constante ebulloscópica.
- $m$  : molalidad.

$$\text{molalidad } m = \frac{n^{\circ} \text{ moles de soluto}}{\text{Kg disolvente}}$$

Aplicaciones → - añadir sal después de que hierva el agua.  
- hervir agua a diferentes alturas.

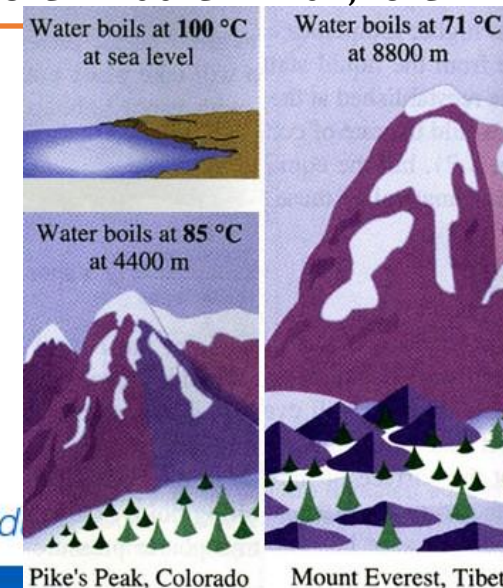
Calcular el pto de ebullición de una solución de 70 g de anticongelante etilenglicol ( $C_2H_6O_2$ ) en 500 g de agua. ( $K_{eb}=0,52^{\circ}C/m$ )

$$\text{moles soluto} = \frac{g}{MM} = \frac{70 \text{ g}}{62 \text{ g/mol}} = 1,13 \text{ mol}$$

$$\text{molalidad} = \frac{\text{moles soluto}}{\text{Kg disolvente}} = \frac{1,13 \text{ mol}}{0,5 \text{ Kg}} = 2,26 \text{ m}$$

$$\Delta T_{eb} = K_{eb} m = 0,52^{\circ} \frac{C}{m} * 2,26 \text{ m} = 1,18^{\circ} C$$

$$\Delta T_{eb} = T_{eb} - T_{eb}^{\circ} = 1,18^{\circ} C * 100^{\circ} C = 101,16^{\circ} C$$





# Disminución del punto de congelación

El punto de congelación de la disolución es menor que el punto de congelación del disolvente puro. Esto sucede por la disminución en la presión de vapor del disolvente al agregarse el soluto.

$$\Delta T_c = T_c^\circ - T_c = K_c m$$

Donde:

- $T_c$ : punto de congelación de la disolución.
- $T_c^\circ$ : punto de congelación del disolvente puro.
- $K_c$ : constante crioscópica.
- $m$ : molalidad.



$$\text{molalidad } m = \frac{n^\circ \text{ moles de soluto}}{\text{Kg disolvente}}$$

Aplicaciones → - Anticongelantes  
- Control de calidad industrial  
- Añadir sal a las carreteras



Calcular el punto de congelación de una solución de 100g de anticongelante etilenglicol ( $C_2H_6O_2$ ), en 900 g de agua ( $K_c = 1,86^\circ C / \text{molal}$ )

$$\text{moles soluto} = \frac{g}{MM} = \frac{100 g}{62 g/mol} = 1,61 \text{ mol}$$

$$\text{molalidad} = \frac{\text{moles soluto}}{\text{Kg disolvente}} = \frac{1,61 \text{ mol}}{0,9 \text{ Kg}} = 1,79 \text{ m}$$

$$\Delta T_c = K_c m = 1,86^\circ C/m * 1,79 \text{ m} = 3,33^\circ C$$

$$\Delta T_c = T_c^\circ - T_c = 0^\circ C - 3,33^\circ C = -3,33^\circ C$$

# Presión osmótica

Presión hidrostática necesaria para detener el flujo neto de agua a través de una membrana semipermeable que separa disoluciones de composición diferente.

$$\pi = M \times R \times T$$

Donde:

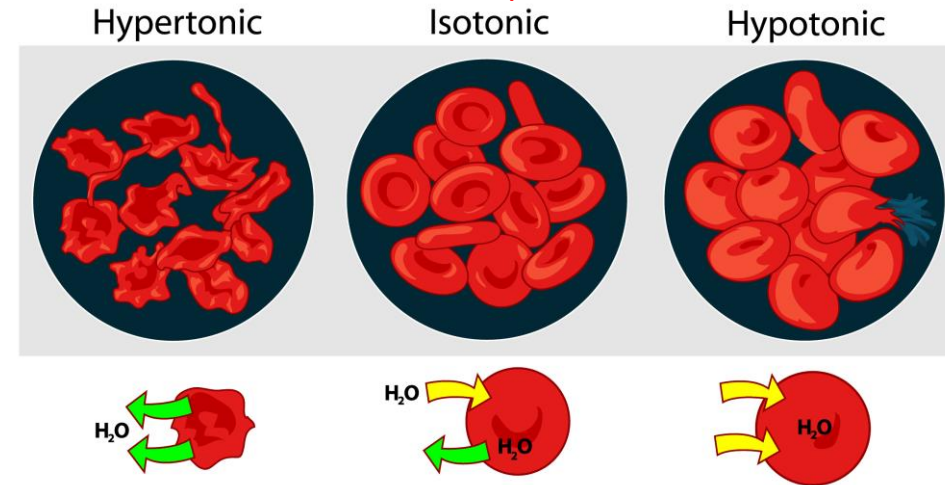
- $\pi$ : presión osmótica (atm).
- $M$ : molaridad (mol/L).
- $R$ : constante de los gases (0,082 atm L/K mol).
- $T$ : temperatura (K).

$$\text{Molaridad (M)} = \frac{\text{N}^\circ \text{ de moles de soluto}}{\text{litro de disolución}}$$

Aplicaciones → Sueros

Plantas

Industria alimentaria (deshidratación osmótica)



¿Cuál es la concentración molar de una disolución que mostró una presión osmótica de 55,87 mm Hg a 25°C?

$$1 \text{ atm} \rightarrow 760 \text{ mmHg}$$

$$x \rightarrow 55,87 \text{ mmHg}$$

$$X = 0,074 \text{ atm}$$

$$M = \frac{\pi}{R * T} = \frac{0,074 \text{ atm}}{0,082 \left( \text{atm} \frac{\text{L}}{\text{K mol}} \right) * 298 \text{ K}} = 0,003 \text{ mol/L}$$